



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección General de Educación Superior



Instituto Superior del Profesorado
"Dr. Joaquín V. González"

INSTITUTO SUPERIOR DEL PROFESORADO "DR. JOAQUÍN V. GONZÁLEZ" QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA I (comisión B T.M)

Nivel: Terciario

Carrera: Profesorado en Química

Trayecto / ejes: Disciplinar

Instancia curricular

Cursada: Regular

Carga horaria: 6 horas semanales, con desarrollo de prácticas experimentales.

Profesora:

Profesora Nora Vanesa Zabalegui

Año: 2015

Contenidos / Unidades temáticas:

Unidad 1 – Estructura Atómica

Primeras ideas. Filosofía- Filosofía natural y alquimia. Discontinuidad de los materiales. Teorías Atómicas de Leucipio, Eurípides y Aristóteles – Teoría Atómica de Dalton. Teoría Molecular - Leyes de Faraday – Comportamiento de los materiales en función de la conducción de la corriente eléctrica - Experimentos de Descarga en Gases – Rayos Catódicos, propiedades, Experimento de Thomson y de Millikan, conclusiones – Rayos Canales, propiedades, masa y carga, conclusiones – Modelo Atómico de Thomson – Radioactividad: rayos alfa, beta y gamma – Experimento y Modelo Atómico de Rutherford – Espectroscopia – Modelo atómico de Bohr –Sommerfeld Configuraciones electrónicas según Bohr.

Unidad 2 – Modelo Cuántico

Teorías que sustentan la Mecánica Ondulatoria: Estados Estacionarios, Función de Onda, Principio de Incertidumbre de Heisenberg, Teorías de Broglie y de Schrödinger, significado de función de onda. Interpretación en función del átomo de hidrógeno. Concepto de orbital atómico y su interpretación a partir del significado de probabilidad. Orbitales s, p, d y f. Representación gráfica de las funciones orbitales s, p, d y f. Número cuánticos n, l, m y s: significado e interpretación en función de la teoría cuántica, relación con los conceptos de nivel de energía, subnivel de energía y orbital atómico. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Configuración Electrónica y gráficos de energía para átomos multielectrónicos y para iones derivados de ellos. Propiedades asociadas a los átomos en función de su configuración electrónica externa.

Unidad 3 – Tabla Periódica Moderna

Evolución histórica de los distintos intentos de clasificación periódica. Tabla Periódica Moderna: Clasificación de los elementos en función del número atómico. Configuración electrónica externa común para los elementos de un mismo grupo. Interpretación de las propiedades de los elementos en función de su configuración electrónica. Predicciones posibles de establecer para los elementos en función de su configuración electrónica externa. Propiedades periódicas: Volumen Atómico, Radio Atómico, Radio Iónico, Energía de Ionización y Electroafinidad: variación en grupo y período y su justificación. Diferenciación entre Afinidad electrónica y electronegatividad. Propiedades Magnéticas de las sustancias. Teoría electrónica de valencia.

Unidad 4 – Enlace Iónico

Propiedades de los compuestos iónicos. Estabilidad del enlace iónico. Energía Reticular en compuestos iónicos. Ciclos de Born – Haber. Radios Iónicos. Algunos ejemplos de tipos de retículos cristalinos iónicos del tipo M^+X^- (como el cloruro de sodio y el cloruro de cesio), del tipo $M^{2+}NoM^{2-}$ (como el sulfuro de cinc) y del tipo $M^{2+}X_2^{2-}$ (como el fluoruro de calcio o fluorita). Disolución de los compuestos iónicos: disociación. Hidratación y solvólisis.

Unidad 5 – Enlace Covalente – Teorías de Enlace

Unión Covalente. Teoría de Lewis. Orbital Molecular. Orbitales Moleculares Sigma y Pi. El criterio de superposición de orbitales en relación con la fuerza de enlace. Comparación de la estabilidad de los enlaces covalentes en función de este criterio – Predicción de estabilidades relativas al comparar enlaces en la misma sustancia o en sustancias diferentes. Energía de enlace.

Ruptura Homolítica y Heterolítica. Hibridación de orbitales atómicos: orbitales híbridos sp (lineal), sp^2 (trigonal), sp^3 (tetraédrica), d^2sp^3 (octaédrica), dsp^2 (planar cuadrada), sd^3 , dsp^3 (bipirámide trigonal) y dsp^3 (pirámide cuadrada) – Dirección en el espacio de los orbitales híbridos, estabilidad del estado fundamental en comparación con la del estado hibridado. Unión Química según la Teoría de los Orbitales Moleculares (OM) – Combinación Lineal de Orbitales Atómicos (CLOA). Estudio de moléculas diatómicas homonucleares y heteronucleares y de moléculas poliatómicas según el Modelo CLOA.

Concepto de electronegatividad. Tabla de electronegatividades. Variación de la electronegatividad en grupos y períodos de la Tabla Periódica de los Elementos Longitud de enlace covalente y radios covalentes. Polaridad de las uniones y polaridad molecular. Porcentaje de carácter iónico en un enlace covalente. Efecto de los pares de electrones no compartidos. Moléculas con comportamientos especiales: monóxido de carbono, benceno, etc. Concepto de Resonancia. Estructuras resonantes. Propiedades de los híbridos de resonancia. Criterios para predecir la posible resonancia en la estructura de una sustancia. Teoría de repulsión de los pares de electrones de valencia. Disposición de los pares de electrones y geometría molecular. Polaridad de las moléculas.

Unidad 6 – Fuerzas Intermoleculares

Propiedades físicas tales como el Punto de Fusión, Punto de Ebullición y Solubilidad: interpretación a partir de interacciones entre moléculas. Fuerzas de Van der Waals: Interacciones de London, Dipolo – Dipolo y Puente de Hidrógeno. Análisis y justificación de propiedades físicas de distintas sustancias en función de la intensidad de las interacciones entre las moléculas involucradas. Interacciones intramoleculares.

Unidad 7 – Teorías Ácido - Base

Evolución histórica de las teorías ácido – Base: teoría de Arrhenius, factores experimentales que la invalidan. Teoría de Brønsted – Lowry, límites de aplicación. Teoría de Lewis. Caracterización de la fuerza de ácidos y bases según las teorías de Brønsted – Lowry y la de Lewis y su relación con la estructura de las sustancias involucradas. Caracterización de las reacciones ácido – base .

Unidad 8 – Oxidación y Reducción

Revisión del concepto de número de oxidación y estado de oxidación. Procesos químicos redox. Serie electroquímica. Procesos de oxidación y reducción. Carácter oxidante y reductor. Fuerza de

oxidantes y reductores. Relación con los correspondientes potenciales y la Serie Electroquímica. Potenciales estándar. Ecuación de Nerst. Pilas .Baterías. Corrosión.

Unidad 9

Inértidos Estado natural y métodos de obtención de los gases nobles. Propiedades físicas. Compuestos fluorados y oxigenados de los inértidos.

Hidrógeno Estructura electrónica del átomo y de la molécula. Isótopos. Propiedades Físicas y Químicas. Métodos de obtención y purificación. Hidrógeno atómico: poder reductor. Electrólisis del agua.

Hidruros Clasificación y propiedades.

Agua Distribución en la Tierra. Aguas naturales: composición. Obtención del agua desionizada. Propiedades físicas del agua. Cambios de estado. Diagrama de estado. Estructura y propiedades generales. Función del agua como material fundamental para la vida.

Unidad 10

Oxígeno Estructura electrónica del átomo y de la molécula. Isótopos. Propiedades físicas y químicas. Métodos de obtención. Combustión.

Ozono Determinación de la fórmula. Estructura electrónica. Obtención. Propiedades.

Oxidos Clasificación, propiedades y estructura de acuerdo con la posición de los elementos en la Tabla Periódica. Peróxido de Hidrógeno: Obtención. Estructura de la molécula. Propiedades físicas y químicas. Reacciones de óxido – reducción. Peróxidos: estructura y propiedades generales.

Bibliografía específica

- Atkins P., Jones L. (2006) – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- Cotton y Wilkinson (1990) – “Química Inorgánica Básica” – Editorial Limusa.
- Cotton y Wilkinson – (1990) “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa.
- Shriver, D.F. (2005) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” - Tomos I y II – Editorial Reverté S.A.
- Shriver, D.F. (2008) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” -- Editorial Reverté S.A.

Bibliografía complementaria

- Mahan (1990) – “Curso Universitario de Química – 4ta. Edición” – Editorial Fondo Educativo Interamericano.
- Moeller (1961) – “Química Inorgánica” – Editorial Reverté.
- Pauling, L (1960) – “Química General – 5ta. Edición” – Editorial Aguilar.